

ETUDE QUANTITATIVE D'UNE REACTION CHIMIQUE

CORRECTION

I ETUDE EXPERIMENTALE

1) Expérience

photos à venir

- Long ruban de magnésium:

$$L = 54,3 \text{ cm}$$

$$m' = 0,63 \text{ g}$$

- Ruban de magnésium:

$$\ell = 8,0 \text{ cm} :$$

$$m = ?$$

Donc: $m = m' \times \ell / L = 0,63 \times 8,0 / 54,3 = 9,3 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 93 \text{ mg}$.

- $V(\text{H}_2)_{\text{exp}} = 99 \text{ mL}$

a) Légendes sur la photo.

b) On observe:

- une effervescence traduisant la formation d'un gaz. Le gaz prend la place de la solution d'acide chlorhydrique dans l'éprouvette graduée.
- lorsque la réaction cesse, tout le métal magnésium a réagi: c'est donc le réactif limitant.

2) Mise en évidence des produits formés

- Sortir l'éprouvette graduée et placer une allumette enflammée devant l'éprouvette.

a) On observe:

- une petite détonation
- une flamme jaune-orange à la sortie de l'éprouvette graduée

b) Il s'agit donc du gaz dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

- Placer un morceau de magnésium de 1 cm dans un tube à essai et ajouter 2 mL de la solution d'acide chlorhydrique.
- Lorsque la réaction est terminée ajouter 2 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$) au tube à essai. Il se forme un précipité blanc d'hydroxyde de magnésium: $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$

photos à venir:

c) voir photo.

d) Le cation métallique associé au métal magnésium mis en évidence est l'ion magnésium $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$.

Equation de la précipitation: $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$

II ETUDE QUANTITATIVE

2) Quantités initiales en **mol** des réactifs:

$$n_i(\text{Mg}) = m / M = 93.10^{-3} / 24,3 = 3,8.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = C \times V = 1,0 \times 0,100 = 1,0.10^{-1} \text{ mol}$$

3) Les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques si: $n_i(\text{Mg}) = n_i(\text{H}^+) / 2$

Or: $n_i(\text{Mg}) < n_i(\text{H}^+) / 2$ donc le mélange n'est pas stoechiométrique.

4) Tableau d'avancement de la réaction chimique:

	$\text{Mg}_{(s)}$	+	$2 \text{H}^+_{(aq)}$	\rightarrow	$\text{Mg}^{2+}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2_{(g)}$
EI	$3,8.10^{-3}$		$1,0.10^{-1}$		0		0
EF	$3,8.10^{-3} - x_{\max}$		$1,0.10^{-1} - 2 x_{\max}$		x_{\max}		x_{\max}

5) Réactif limitant de la réaction:

Si Mg est limitant alors: $3,8.10^{-3} - x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\max} = 3,8.10^{-3} \text{ mol}$

Si H^+ est limitant alors: $1,0.10^{-1} - 2x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\max} = 5,0.10^{-2} \text{ mol}$

Le réactif limitant est celui qui a la plus petite valeur de x_{\max} . Il s'agit de **Mg avec $x_{\max} = 3,8.10^{-2} \text{ mol}$** .

6) Quantités finales des réactifs et des produits:

$$n_f(\text{Mg}) = 0 \text{ mol car limitant}$$

$$n_f(\text{H}^+) = 1,0.10^{-1} - 2 x_{\max} = 1,0.10^{-1} - 7,6.10^{-3} = 9,2.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Mg}^{2+}) = n_f(\text{H}_2) = x_{\max} = 3,8.10^{-2} \text{ mol.}$$

7) Volume de dihydrogène $V(\text{H}_2)_{\text{th}}$ théoriquement formé ($V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$):

$$V(\text{H}_2)_{\text{th}} = n_f(\text{H}_2) \times V_m = 3,8.10^{-2} \times 24,0 = 91 \text{ mL}$$

$$V(\text{H}_2)_{\text{exp}} = 99 \text{ mL}$$

Ecart relatif de 9 %.

8) Masse de magnésium pour que tous les ions H^+ soient consommés:

il faut réaliser la condition de stoechiométrie: $n_i(\text{Mg}) = n_i(\text{H}^+) / 2$

donc: $n_i(\text{Mg}) = 1,0.10^{-1} / 2 = 5,0.10^{-2} \text{ mol}$

soit: $m(\text{Mg}) = n_i(\text{Mg}) \times M(\text{Mg}) = 5,0.10^{-2} \times 24,3 = 1,2 \text{ g}$. Soit environ 13 fois plus de métal magnésium.

Volume de dihydrogène obtenu: $V(\text{H}_2) = n_f(\text{H}_2) \times V_m = x_{\max} \times V_m$ avec $x_{\max} = 5,0.10^{-2} \text{ mol}$ cette fois-ci donc:

$$V(\text{H}_2) = 5,0.10^{-2} \times 24,0 = 1,2 \text{ L.}$$